Med. Br

Université Abdelmalek Essaadi
FST- Tanger

Année universitaire 2010-2011
MIPC – Semestre 1

Module C111
TD de Chimie en solution
Série n° 5

Exercice n°1 :

Equilibrer les équations des réactions suivantes :

1) en milieu acide :

a- $SO_2 + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + SO_4^{2-}$

b- $Cu + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO$

c- $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + N_2$

2) en milieu basique :

a- $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn(OH)_4^{2-} + NH_3$

b- $MnO_4^- + Fe^{2+} \rightarrow MnO_2 + Fe^{3+}$

Exercice n°2 :

Soit la réaction équilibrée suivante :

$$Cu + Cu^{2+} \rightleftarrows 2Cu^{+} \quad (\alpha)$$

1- Trouver le potentiel standard du couple Cu^{2+}/Cu^{+}.
2- Calculer, à 25°C, la constante de l'équilibre (α)
3- En déduire la concentration en Cu^{+} sachant que la concentration totale, à l'équilibre sous forme ionique, est égale à 3.10^{-2}mol/l.

On donne : $E°_1(Cu^{+}/Cu) = 0,52V$; $E°_2(Cu^{2+}/Cu) = 0,34V$

Exercice n°3 :

On considère dans les conditions standard, une pile électrochimique constituée:

- d'une lame de fer plongée dans une solution aqueuse contenant des ions Fe^{2+} de concentration 0,1 M,
- d'une lame de zinc plongée dans une solution aqueuse contenant des ions Zn^{2+} de concentration 0,1M,

On forme une pile reliant les deux solutions au moyen d'un pont salin :

1- donner le schéma de la pile et préciser la polarité des électrodes,
2- écrire les réactions au niveau des électrodes ainsi que la réaction bilan,
3- donner l'expression de la constante d'équilibre,
4- calculer le potentiel pour chacune des électrodes. En déduire la f.e.m. de la pile ainsi que la valeur de la constante Keq.

Données : $E°(Fe^{2+}/Fe) = -0,44V$; $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0,77V$.

ETUSUP .com

Exercice n°4:

On considère une pile, fonctionnant à température et pression normales, constituée des éléments suivants :

- Le compartiment (A) constitué du cuivre métallique plongeant dans une solution à 0,5 mol/l d'ions cuivriques Cu^{2+},
- Le compartiment (B) constitué d'un fil de platine métallique plongeant dans une solution d'ions ferriques Fe^{3+} et d'ions ferreux Fe^{2+} ; de concentrations respectives 0,2 mol/l pour Fe^{3+} et 0,1 mol/l pour Fe^{2+},

Les deux compartiments sont reliés par un pont salin (gel de chlorure de potassium). Les électrodes sont reliées à un voltmètre qui indique la ddp aux bornes des deux électrodes.

On donne les potentiels normaux des couples redox :

$E°Cu^{2+}/Cu = 0,345$ volt $\qquad E°Fe^{3+}/Fe^{2+} = 0,770$volt

1) donner le schéma linéaire de la pile,
2) décrire la nature des réactions d'oxydation et de réduction se produisant au niveau des électrodes. En déduire la réaction globale qui traduit le fonctionnement de la pile,
3) donner l'expression du potentiel de chacune des électrodes,
4) déterminer la force électromotrice de la pile.

ETUSUP .com

Série 5 :

Exercice 1 :

① en milieu acide :

a/ $SO_2 + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+} + SO_4^{2-}$

$SO_2 \longrightarrow SO_4^{2-}$ / $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+}$

$SO_2 + 2H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

$\Rightarrow 3SO_2 + Cr_2O_7^{2-} + 2H^+ \longrightarrow 3SO_4^{2-} + 2Cr^{3+} + H_2O$

b/ $Cu + NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + NO$

$\times 3$ $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

$\times 2$ $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O$

$\Rightarrow 3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \longrightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$

c/ $5Zn + 2NO_3^- + 12H^+ \longrightarrow 5Zn^{2+} + N_2 + 6H_2O$

② en milieu basique :

a/ $Zn + NO_3^- \longrightarrow Zn(OH)_4^{2-} + NH_3$

$Zn + 4OH^- \longrightarrow Zn(OH)_4^{2-} + 2e^-$

$NO_3^- + 9H^+ + 8e^- \longrightarrow NH_3 + 3H_2O$

$\Rightarrow 4Zn + 16OH^- + 9H^+ + NO_3^- \longrightarrow 4Zn(OH)_4^{2-} + NH_3 + 3H_2O$

$\Rightarrow 4Zn + 9H_2O + 7OH^- + NO_3^- \longrightarrow 4Zn(OH)_4^{2-} + NH_3 + 3H_2O$

$\Rightarrow 4Zn + 6H_2O + 7OH^- + NO_3^- \longrightarrow 4Zn(OH)_4^{2-} + NH_3$

ETUSUP .com

b/ $MnO_4^- + Fe^{2+} \longrightarrow MnO_2 + Fe^{3+}$

$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 2H_2O$

$MnO_4^- + 4OH^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^- + 2H_2O$

$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$

$\Rightarrow MnO_4^- + 3Fe^{2+} + 2H_2O \longrightarrow 3Fe^{3+} + MnO_2 + 4OH^-$

<u>Exercice 2 :</u>

1- $Cu + Cu^{2+} \rightleftharpoons 2Cu^+$

$Cu^+ + 1e^- \rightleftharpoons Cu$ (1)

$Cu^{2+} + 1e^- \rightleftharpoons Cu^+$ (3)

$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$ (2)

$\Delta G_3^\circ = -1\mathcal{F} E_3^\circ (Cu^{2+}/Cu^+)$

$\Delta G_1^\circ = -\mathcal{F} E_1^\circ (Cu^+/Cu)$

$\Delta G_2^\circ = -2\mathcal{F} . E_2^\circ (Cu^{2+}/Cu)$

$\Delta G_2^\circ = \Delta G_1^\circ + \Delta G_3^\circ$

$-2\mathcal{F} E_2^\circ (Cu^{2+}/Cu) = -\mathcal{F} E_1^\circ (Cu^+/Cu) - \mathcal{F} E_3^\circ (Cu^{2+}/Cu^+)$

$2E_2^\circ (Cu^{2+}/Cu) = E_1^\circ (Cu^+/Cu) + E_3^\circ (Cu^{2+}/Cu^+)$

$E_3^\circ (Cu^{2+}/Cu^+) = 2E_2^\circ (Cu^{2+}/Cu) - E_1^\circ (Cu^+/Cu)$

$E_3^\circ (Cu^{2+}/Cu^+) = 2(0,34) - 0,52$

$E_3^\circ (Cu^{2+}/Cu^+) = 0,16 V$

2- $Cu \rightleftharpoons Cu^+ + e^-$

$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^+$

$Cu^{2+} + Cu \rightleftharpoons 2Cu^+$

$\Delta G^\circ (I) = \Delta G_1^\circ + \Delta G_3^\circ$

$-RT \ln K = \mathcal{F} . E_1^\circ - \mathcal{F} E_3^\circ$

ETUSUP .com

$$\log K = \frac{E_3^\circ - E_1^\circ}{0{,}06} = \frac{0{,}16 - 0{,}52}{0{,}06}$$

$$\Rightarrow K = 10^{-6} = \frac{[Cu^+]^2}{[Cu^{2+}]}$$

3- $[Cu^+] + [Cu^{2+}] = 3.10^{-2}$

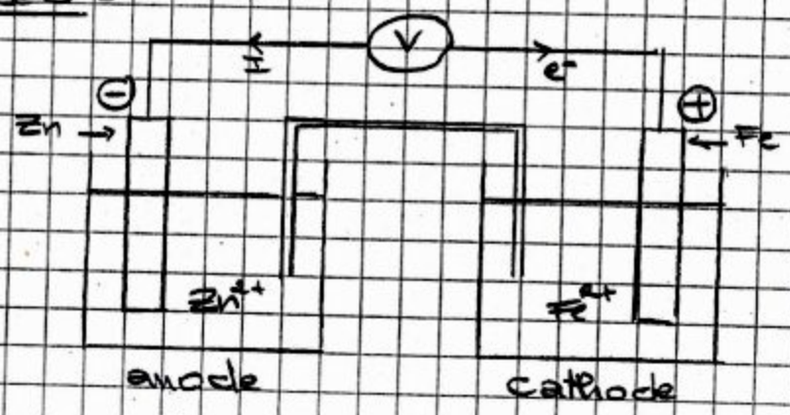
$$\begin{cases} [Cu^+]^2 = 10^{-6}[Cu^{2+}] \\ [Cu^+] + [Cu^{2+}] = 3.10^{-2} \end{cases}$$

$\Rightarrow [Cu^+] = 1{,}72.10^{-4}\ M$

$[Cu^{2+}] = 2{,}98.10^{-2}\ M$

<u>Exercice 3</u> :

1-



$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}77\ V < E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44\ V$

2- $Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$ oxydation : anode

$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$ reduction : cathode

$Zn + Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe + Zn^{2+}$

3- $K = \frac{[Zn^{2+}]}{[Fe^{2+}]}$

4- $E_A = E^\circ(Zn^{2+}/Zn) + \frac{0{,}06}{2}\log[Zn^{2+}]$

$E_C = E^\circ(Fe^{2+}/Fe) + \frac{0{,}06}{2}\log[Fe^{2+}]$

$f.e.m = E_C - E_A = E^\circ(Fe^{2+}/Fe) + \frac{0{,}06}{2}\log[Fe^{2+}]$

$- E^\circ(Zn^{2+}/Zn) - \frac{0{,}06}{2}\log[Zn^{2+}]$

$f.e.m = 0{,}33\ V$

à l'équilibre : $\Delta E = 0 \Rightarrow E_A = E_C$

$\Rightarrow E^\circ(Zn^{2+}/Zn) + \frac{0{,}06}{2}\log[Zn^{2+}] = E^\circ(Fe^{2+}/Fe) + \frac{0{,}06}{2}\log[Fe^{2+}]$

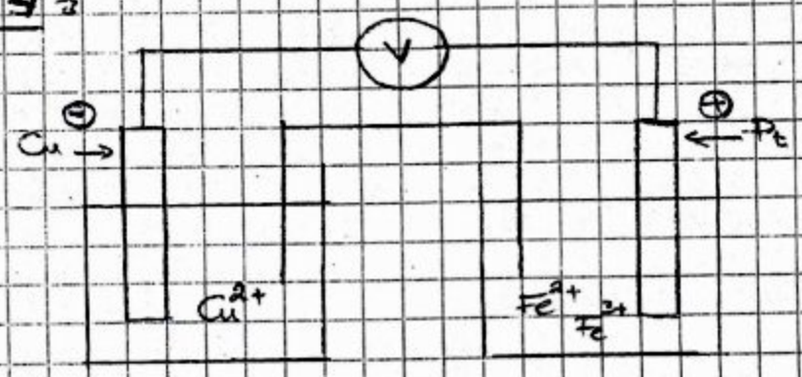
ETUSUP .com

$$\Rightarrow \log K_{éq} = \frac{\Delta E^\circ}{0{,}03}$$

$$K_{éq} = 10^{11}$$

Exercice 4 :

1-



$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}345\ V$ $\qquad$ $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0{,}770\ V$

Schéma linéaire de la pile :

$$\ominus\ Cu / Cu^{2+}(0{,}5M) \,//\, Fe^{3+}(0{,}2M) ; Fe^{2+} / Pt (0{,}1M)\ \oplus$$

2- anode : oxydation $\qquad Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e^-$

cathode : réduction $\qquad Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$

$$Cu + 2Fe^{3+} \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2Fe^{2+}$$

3- $E(Cu^{2+}/Cu) = E^\circ(Cu^{2+}/Cu) + \frac{0{,}06}{2} \log [Cu^{2+}]$

$E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + 0{,}06 \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$

$E = E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) - E(Cu^{2+}/Cu)$

on a : $\frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = \frac{0{,}2}{0{,}1} = 2$

$[Cu^{2+}] = 0{,}5M$

$\Rightarrow E = 0{,}452\ V$

ETUSUP .com

ETUSUP.com

Programmation
Cours
Informatique
Optique
Chimie
Algébre
Corrigés
Mathématiques
Travaux Pratiques
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Diapo
Exercices
Livres
Contrôles Continus
Langues
MTU
Mécanique
Thermodynamique
Divers
Multimedia
Economie
Travaux Dirigés
Droit
Chimie Organique

et encore plus..